

TALLER PARA LA TERCERA PRÁCTICA CALIFICADA

1.- Tenemos 4,31 g de un gas desconocido en un recipiente de 2 litros a 15°C y vemos que la presión es de 2 atm. Calcular la masa molecular del gas.

$$\begin{aligned}
 \text{Masa} &= 4,31 \text{ g} \\
 \text{Volumen} &= 2 \text{ l} \\
 t &= 15^\circ\text{C} \\
 P &= 2 \text{ atmosferas} \\
 T &= 15 + 273 = 288^\circ\text{K}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 PV &= nRT \\
 R &= 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}} \\
 (2 \text{ atm})(2 \text{ l}) &= n \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}} \right) (288^\circ\text{K}) \\
 n &= 0,1693 \text{ moles}
 \end{aligned}$$

pero $n = \frac{\text{Masa}}{\text{Masa molar}} = \frac{m}{\bar{M}} ; \bar{M} = \frac{m}{n}$

$$\bar{M} = \frac{4,31 \text{ g}}{0,1693 \text{ mol}} = 25,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

2.- Se colocaron tres gases en un recipiente cerrado de 10 litros, obteniéndose una presión total de 800 mmHg a 27°C. Si la mezcla contenía 8 gramos de CO₂, 6 gramos de O₂ y «X» g de N₂, determinar la presión parcial del N₂ en dicha mezcla. (3ptos.). Pa(C)=12, Pa(O)=16, Pa(N)=14,

Mezcla de 3 gases: CO₂, O₂ y N₂ ; 8 g de CO₂, 6 g de O₂
 Volumen = 10 l = V
 Presión TOTAL = P_T = 800 mmHg
 t = 27°C
 T = 27 + 273 = 300°K

CON ESTOS DATOS podemos calcular el número de moles de la mezcla

$$\begin{aligned}
 P_T V &= n_T R T \\
 R &= 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}} \\
 (800 \text{ mmHg})(10 \text{ l}) &= n_T \left(62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}} \right) (300^\circ\text{K}) \\
 n_T &= 0,4274 \text{ mol.}
 \end{aligned}$$

Podemos calcular las moles de CO_2 y de O_2

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{8 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,1818 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{6 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,1875 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} = n_{\text{T}}$$

$$0,1818 + 0,1875 + n_{\text{N}_2} = 0,4274 \rightarrow n_{\text{N}_2} = 0,0581 \text{ mol}$$

$$\frac{P_{\text{N}_2}}{P_{\text{T}}} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{T}}} \rightarrow \frac{P_{\text{N}_2}}{800 \text{ mmHg}} = \frac{0,0581 \text{ mol}}{0,4274 \text{ mol}}$$

$$P_{\text{N}_2} = 108,75 \text{ mmHg.}$$

3.- Tenemos una mezcla de 50 g de oxígeno y 70 g de nitrógeno que ocupa 65 litros a una temperatura de 25°C . Calcula:

- La presión parcial de cada componente.
- La presión total que ejerce la mezcla.

$$P_{\text{A}}(\text{O})=16, P_{\text{A}}(\text{N})=14,$$

mezcla 50g de oxígeno, 70g de nitrógeno

$$\text{Volumen} = V = 65 \text{ l}$$

$$t = 25^\circ\text{C.}$$

$$T = 273 + 25 = 298^\circ\text{K}$$

Podemos hallar el número de moles totales (n_{T})

$$n_{\text{T}} = n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2}$$

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{O}_2} &= \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{50 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1,5625 \text{ mol} \\ n_{\text{N}_2} &= \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} = \frac{70 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} n_{\text{T}} &= 1,5625 + 2,5 \\ \boxed{n_{\text{T}} &= 4,0625 \text{ moles}} \end{aligned}$$

Podemos calcular P_T de la mezcla $P_T V = n_T RT$

$$P_T (65 \text{ l}) = (4,0625 \text{ mol}) \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (298^\circ \text{K})$$

$$P_T = 1,52725 \text{ atmósferas} \dots \textcircled{b}$$

a) $\frac{P_{O_2}}{P_T} = \frac{n_{O_2}}{n_T} \rightarrow \frac{P_{O_2}}{1,52725 \text{ atm}} = \frac{1,5625 \text{ mol}}{4,0625 \text{ mol}}$

$$P_{O_2} = 0,587 \text{ atm}$$

$\frac{P_{N_2}}{P_T} = \frac{n_{N_2}}{n_T} \rightarrow \frac{P_{N_2}}{1,52725 \text{ atm}} = \frac{2,5 \text{ mol}}{4,0625 \text{ mol}}$

$$P_{N_2} = 0,94 \text{ atm}$$

4.- Se tiene 6 L de una mezcla gaseosa de hidrógeno y cloro, en la cual el porcentaje de cloro es de 25%:

a) ¿Cuál es el volumen parcial que ocupa el hidrógeno?

b) Si la presión total del sistema es de 790 torr, cuál es la presión parcial del hidrógeno?

mezcla de H_2 y $Cl_2 \rightarrow$ Volumen TOTAL = $V_T = 6$ litros
Si Cl_2 es 25% (en volumen) de la mezcla; el Hidrógeno es el
restante 75% $\rightarrow V_{Cl_2} = 0,25 V_T$; $V_{H_2} = 0,75 V_T$

$$V_{H_2} = 0,75 V_T$$

$$V_{H_2} = 0,75 (6) = 4,5 \text{ litros} = \text{volumen parcial de } H_2 \textcircled{a}$$

⑥ $\frac{P_{H_2}}{P_T} = \frac{V_{H_2}}{V_T} \rightarrow \frac{P_{H_2}}{790 \text{ torr}} = \frac{4,5 \text{ l}}{6 \text{ l}} \rightarrow P_{H_2} = 592,5 \text{ torr}$

5.- Un gas sometido a 2 atm ocupa un volumen de 500 ml. Si se mantiene la temperatura constante y se aumenta la presión en 3 atm ¿cuál es el volumen final que ocupa esta masa de gas?

$$\begin{aligned}
 P_1 &= 2 \text{ atm} & P_2 &= 2 + 3 = 5 \text{ atm (se aumenta en 3 atm)} \\
 V_1 &= 500 \text{ ml} & V_2 &= ? \\
 T_1 &= T_2 & P_1 V_1 &= P_2 V_2 \\
 & & (2 \text{ atm})(500 \text{ ml}) &= (5 \text{ atm})(V_2) \\
 & & V_2 &= 200 \text{ ml} \downarrow
 \end{aligned}$$

6.- En un proceso industrial se tienen 10 litros de gas que se encuentra a 4 atm y 37°C. ¿Qué volumen ocupará a 6 atm y 87°C en otro proceso?

Para poder resolver este ejercicio, debemos asumir que la masa del gas no cambia

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{(4 \text{ atm})(10 \text{ l})}{310^\circ \text{K}} = \frac{(6 \text{ atm})(V_2)}{360^\circ \text{K}}$$

$$V_2 = 7,742 \text{ litros} \downarrow$$

$ \left\{ \begin{aligned} P_1 &= 4 \text{ atm} \\ V_1 &= 10 \text{ l} \\ t_1 &= 37^\circ \text{C} \\ T_1 &= 273 + 37 \\ T_1 &= 310^\circ \text{K} \end{aligned} \right. $	$ \left\{ \begin{aligned} P_2 &= 6 \text{ atm} \\ V_2 &= ? \\ t_2 &= 87^\circ \text{C} \\ T_2 &= 273 + 87 \\ T_2 &= 360^\circ \text{K} \end{aligned} \right. $
---	--

7.- Un recipiente cerrado de 2 litros contiene dióxido de carbono a 200°C y 2 atm. Calcula:

- Los gramos del compuesto contenidos en el recipiente.
- Las moléculas del compuesto presentes en el recipiente.

PA(O)=16, PA(C)=12

Debemos aplicar $PV = nRT$

$$\left. \begin{array}{l} P = 2 \text{ atm} \\ V = 2 \text{ litros} \\ T = 200 + 273 = 473 \text{ K} \end{array} \right\} R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$(2 \text{ atm})(2 \text{ l}) = n(0,082) \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (473)$$

$$n = 0,103 \text{ mol}$$

El gas es dióxido de carbono: CO_2 , masa molar de $\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = n \bar{M}$$

$$= (0,103 \text{ mol})(44 \text{ g/mol})$$

a) masa de $\text{CO}_2 = 4,532 \text{ g}$

b) 1 mol de moléculas : $6,02 \times 10^{23}$ moléculas $\rightarrow 44 \text{ g}$
 de CO_2 de CO_2
 x 4,532 g

$$x = 2,73 \times 10^{24} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

8.- Si se colocan 2 g de H_2 y 2 g de He en un depósito de 15 litros.

- ¿Cuál será la fracción molar de cada gas?
- Si el depósito se mantiene a 30°C ¿Cuáles serán las presiones parciales y cuál será la presión total?

PA(He)=4

Debemos calcular los moles de H_2 y de He

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{\bar{M}_{\text{H}_2}} = \frac{2 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{m_{\text{He}}}{\text{PA He}} = \frac{2 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{T}} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{He}} \\ n_{\text{T}} = 1 + 0,5 = 1,5 \text{ mol} \end{array} \right\}$$

$$a) \quad x_{H_2} = f_{m_{H_2}} = \frac{1 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol}} = 0,667$$

$$x_{He} = f_{m_{He}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol}} = 0,333$$

b) Podemos calcular Presión total de la mezcla.

$$V = 15 \text{ litros} ; n_T = 1,5 \text{ mol} ; T = 30 + 273 = 303$$

$$P_T V = n R T$$

$$P_T (15 \text{ litros}) = (1,5 \text{ mol}) \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (303 \text{ K})$$

$$P_T = 2,4846 \text{ atm}$$

$$\frac{P_{H_2}}{P_T} = \frac{n_{H_2}}{n_T} \rightarrow \frac{P_{H_2}}{2,4846 \text{ atm}} = \frac{1}{1,5} \rightarrow P_{H_2} = 1,6564 \text{ atm} \downarrow$$

$$P_{He} = P_T - P_{H_2} \\ = 2,4846 - 1,6564$$

$$P_{He} = 0,8282 \text{ atm} \downarrow$$

9.- Se tiene 83,3 g de Cl_2O_3 gaseoso. Calcule:

a.- El volumen que ocupa el gas a condiciones normales

b.- El volumen que ocuparía el gas a 40°C y $1,1 \text{ atm}$

Pesos atómicos: $Cl = 35,5 \text{ umas}$; $O = 16 \text{ umas}$

Nota: Condiciones normales se consideran 0°C y 1 atm ósfera de presión

$$83,3 \text{ g de } Cl_2O_3, \text{ masa molar} = 35,5 \times 2 + 16 \times 3 = 119 \text{ g/mol}$$

$$\text{moles de } Cl_2O_3 = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} = \frac{83,3 \text{ g}}{119 \text{ g/mol}} = 0,7 \text{ mol}$$

a) condiciones normales $P = 1 \text{ atm}$, $T = 273 \text{ K}$

$$1 \text{ mol} \rightarrow 22,4 \text{ litros}$$

$$0,7 \text{ mol} \rightarrow x \text{ litros}$$

$$x = 15,68 \text{ litros} \downarrow$$

b) $T = 40 + 273 = 313 \text{ K}$

$$PV = nRT$$

$$(1,1 \text{ atm})(V) = (0,7 \text{ mol}) \left(0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (313 \text{ K})$$

$$V = 16,33 \text{ litros}$$

10.- Una mezcla de gases contiene 4,46 moles de neón (Ne), 0,74 moles de argón (Ar), y 2,15 moles de xenón (Xe). Determine las presiones parciales de los gases si la presión total es de 2,00 atm a cierta temperatura.

Podemos calcular las moles totales

$$n_T = n_{Ne} + n_{Ar} + n_{Xe} \quad ; \quad P_T = 2 \text{ atm}$$

$$n_T = 4,46 + 0,74 + 2,15 = 7,35 \text{ mol}$$

$$\frac{P_{Ne}}{P_T} = \frac{n_{Ne}}{n_T} \rightarrow \frac{P_{Ne}}{2 \text{ atm}} = \frac{4,46}{7,35} \rightarrow P_{Ne} = 1,214 \text{ atm}$$

$$\frac{P_{Ar}}{P_T} = \frac{n_{Ar}}{n_T} \rightarrow \frac{P_{Ar}}{2 \text{ atm}} = \frac{2,15}{7,35} \rightarrow P_{Ar} = 0,585 \text{ atm}$$

$$P_{Ne} + P_{Ar} + P_{Xe} = P_T$$

$$1,214 + 0,585 + P_{Xe} = 2$$

$$P_{Xe} = 0,201 \text{ atm}$$